

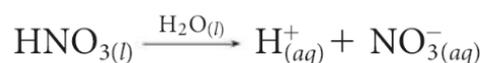
# ACIDI E BASI

## 2. La Forza degli Acidi

### 2.1 Classificazione in base alla forza acida

Gli acidi e le basi sono classificati come forti o deboli in base ai comportamenti che assumono in soluzione acquosa.

Definiamo **acidi forti** quegli acidi che in acqua sono completamente dissociati in ioni. Tutte le molecole di un acido forte, passando in soluzione, si trasformano in ioni. Per esempio, se poniamo in acqua l'acido nitrico (forte), vi saranno in soluzione di fatto soltanto ioni  $H^+$  e ioni  $NO_3^-$



Quindi la molecola dell'acido indissociato (in questo caso  $HNO_3$ ) NON è presente in soluzione.

La reazione si scrive con una freccia sola perché non è di equilibrio

Ne consegue che gli acidi ( e le basi) forti quindi non hanno una costante di dissociazione  $K$

Gli acidi forti sono pochi, i più noti sono solo 6, 3 idracidi e 3 ossiacidi:

Acido	Formula
acido perclorico	$HClO_4$
acido iodidrico	$HI$
acido bromidrico	$HBr$
acido cloridrico	$HCl$
acido solforico	$H_2SO_4$
acido nitrico	$HNO_3$

Gli **acidi deboli** invece in soluzione **sono parzialmente dissociati in ioni**

Se poniamo in acqua l'acido acetico esso darà la seguente reazione di equilibrio:



**In acqua saranno quindi presenti tutte e 3 le specie chimiche:** l'acido indissociato  $\text{CH}_3\text{COOH}$  e i due ioni  $\text{CH}_3\text{COO}^-$  e  $\text{H}^+$

L'equilibrio della reazione è espresso dalla costante di ionizzazione acida (o di dissociazione acida),  $K_A$  che nel caso dell'acido acetico diventa:

$$K_a = \frac{[\text{H}^+] \cdot [\text{CH}_3\text{COO}^-]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]} = 1,8 \cdot 10^{-5}$$

La costante di dissociazione  $K_A$  darà indicazioni di quanto la reazione va avanti:

più la costante è piccola, minore sarà il grado di avanzamento della reazione e minore sarà la concentrazione dei 2 ioni

In generale minore è il valore di  $K_a$ , più debole risulta l'acido.

Esistono tabelle dove sono riportati i principali acidi messi in ordine di forza acida decrescente (dal più forte al più debole)

► **Tabella 1** Valori della costante di ionizzazione in acqua dei principali acidi, determinati alla temperatura di 25 °C.

Acido	Formula	Ka
acido perclorico	HClO <sub>4</sub>	
acido iodidrico	HI	
acido bromidrico	HBr	
acido cloridrico	HCl	
acido solforico	H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	
acido nitrico	HNO <sub>3</sub>	
ione ossonio	H <sub>3</sub> O <sup>+</sup>	55
acido iodico	HIO <sub>3</sub>	1,7 · 10 <sup>-1</sup>
acido ossalico	H <sub>2</sub> C <sub>2</sub> O <sub>4</sub>	5,9 · 10 <sup>-2</sup>
acido solforoso	H <sub>2</sub> SO <sub>3</sub>	1,5 · 10 <sup>-2</sup>
ione idrogenosolfato	HSO <sub>4</sub> <sup>-</sup>	1,2 · 10 <sup>-2</sup>
acido fosforico	H <sub>3</sub> PO <sub>4</sub>	7,5 · 10 <sup>-3</sup>
acido <i>d</i> -tartarico	H <sub>2</sub> C <sub>4</sub> H <sub>4</sub> O <sub>6</sub>	1,0 · 10 <sup>-3</sup>
acido citrico	H <sub>3</sub> C <sub>6</sub> H <sub>5</sub> O <sub>7</sub>	7,1 · 10 <sup>-4</sup>
acido nitroso	HNO <sub>2</sub>	4,6 · 10 <sup>-4</sup>
acido fluoridrico	HF	3,5 · 10 <sup>-4</sup>
acido formico	HCOOH	1,8 · 10 <sup>-4</sup>
acido lattico	HC <sub>3</sub> H <sub>5</sub> O <sub>3</sub>	1,4 · 10 <sup>-4</sup>
acido <i>l</i> -ascorbico	H <sub>2</sub> C <sub>6</sub> H <sub>6</sub> O <sub>6</sub>	7,9 · 10 <sup>-5</sup>
acido benzoico	C <sub>6</sub> H <sub>5</sub> COOH	6,5 · 10 <sup>-5</sup>
acido acetico	CH <sub>3</sub> COOH	1,8 · 10 <sup>-5</sup>
acido carbonico	H <sub>2</sub> CO <sub>3</sub>	4,3 · 10 <sup>-7</sup>
ione idrogenosolfito	HSO <sub>3</sub> <sup>-</sup>	1,0 · 10 <sup>-7</sup>
acido solfidrico	H <sub>2</sub> S	9,1 · 10 <sup>-8</sup>
ione diidrogenofosfato	H <sub>2</sub> PO <sub>4</sub> <sup>-</sup>	6,2 · 10 <sup>-8</sup>
acido ipocloroso	HClO	3,0 · 10 <sup>-8</sup>
acido borico	H <sub>3</sub> BO <sub>3</sub>	7,3 · 10 <sup>-10</sup>
acido cianidrico	HCN	4,9 · 10 <sup>-10</sup>
ione idrogenocarbonato	HCO <sub>3</sub> <sup>-</sup>	5,6 · 10 <sup>-11</sup>
ione idrogenosolfuro	HS <sup>-</sup>	1,1 · 10 <sup>-12</sup>
ione idrogenofosfato	HPO <sub>4</sub> <sup>2-</sup>	2,2 · 10 <sup>-13</sup>

forza crescente degli acidi

## 2.2 Classificazione in base al numero di protoni donati

**Acidi monoprotici:** cedono un solo protone ( ione  $H^+$ )

*Esempi: Ac cloridrico HCl, Ac bromidrico HBr, Ac nitrico HNO<sub>3</sub>, Ac fluoridrico HF, Ac acetico CH<sub>3</sub>COOH*

**Acidi diprotici:** possono cedere 2 protoni

*Esempi: ac solfidrico H<sub>2</sub>S, ac carbonico H<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>, ac. Solforico H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>*

**Acidi poliprotici:** possono cedere più di due protoni (in genere 3)

*Esempi: acido fosforico H<sub>3</sub>PO<sub>4</sub>*

## 2.3 Come riconoscere gli acidi dalla formula

Gli acidi **inorganici** sono riconoscibili perché l'idrogeno è sempre il primo elemento della formula:

HBr, HNO<sub>2</sub> H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> sono acidi,

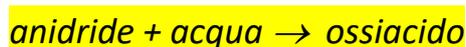
NaH, FeH<sub>2</sub> non lo sono perché l'idrogeno non è il primo elemento

Gli acidi **organici** vengono quasi sempre indicati con la formula di struttura e sono caratterizzati dal gruppo COOH

Es: CH<sub>3</sub>COOH, HCOOH, CH<sub>3</sub>CH<sub>2</sub>COOH

*Attenzione:*

*vengono considerate sostanze acide anche le anidridi poiché in acqua:*



### 3 La Forza delle Basi

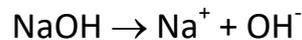
Valgono le stesse considerazioni fatte per gli acidi e quindi:

Definiamo **Basi forti** quelle basi che in acqua sono **completamente dissociate in ioni**.

Definiamo **Basi deboli** quelle basi che in acqua sono **parzialmente dissociate in ioni**.

Le basi forti sono poche, in pratica gli idrossidi dei metalli alcalini e di quelli alcalino-terrosi (I e II gruppo della tavola periodica)

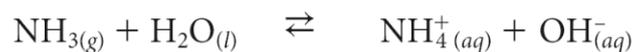
Per esempio l'idrossido di sodio (base forte) si dissocia in:



I restanti idrossidi sono considerati basi deboli e oltretutto **molto poco solubili** in acqua. Ne consegue che non ci sono tabelle analoghe a quelle degli acidi per gli idrossidi, proprio perché non si sciolgono in acqua.

Esistono invece tabelle riguardanti **ammoniaca e derivati**

Per l'**ammoniaca** (base debole) la reazione di dissociazione è la seguente:



$$K_b = \frac{[\text{NH}_4^+] \cdot [\text{OH}^-]}{[\text{NH}_3]} = 1,8 \cdot 10^{-5}$$

► **Tabella 2** Valori della costante di ionizzazione in acqua di alcune basi, alla temperatura di 25 °C. Lo ione OH<sup>-</sup> deriva dalla dissociazione di basi forti come NaOH o Ba(OH)<sub>2</sub>.

Base	Formula	Kb
ione ossidrile	OH <sup>-</sup>	55
dietilammina	(C <sub>2</sub> H <sub>5</sub> ) <sub>2</sub> NH	1,0 · 10 <sup>-3</sup>
etilammina	C <sub>2</sub> H <sub>5</sub> NH <sub>2</sub>	6,5 · 10 <sup>-4</sup>
dimetilammina	(CH <sub>3</sub> ) <sub>2</sub> NH	5,4 · 10 <sup>-4</sup>
metilammina	CH <sub>3</sub> NH <sub>2</sub>	3,6 · 10 <sup>-4</sup>
trimetilammina	(CH <sub>3</sub> ) <sub>3</sub> N	6,5 · 10 <sup>-5</sup>
ammoniaca	NH <sub>3</sub>	1,8 · 10 <sup>-5</sup>
idrazina	NH <sub>2</sub> NH <sub>2</sub>	1,7 · 10 <sup>-6</sup>
morfina	C <sub>17</sub> H <sub>19</sub> O <sub>3</sub> N	1,6 · 10 <sup>-6</sup>
nicotina	C <sub>10</sub> H <sub>14</sub> N <sub>2</sub>	1,0 · 10 <sup>-6</sup>
ossidrilammina	NH <sub>2</sub> OH	1,1 · 10 <sup>-8</sup>
piridina	C <sub>5</sub> H <sub>5</sub> N	1,8 · 10 <sup>-9</sup>
anilina	C <sub>6</sub> H <sub>5</sub> NH <sub>2</sub>	4,3 · 10 <sup>-10</sup>
urea	CO(NH <sub>2</sub> ) <sub>2</sub>	1,3 · 10 <sup>-14</sup>

Le basi si riconoscono dalla formula:

gli **idrossidi** per la presenza di uno o più ossidrili cioè gruppi **OH**

es: NaOH, KOH, Ba(OH)<sub>2</sub>

I **derivati dell'ammoniaca** NH<sub>3</sub> si ottengono sostituendo uno o più atomi di idrogeno con gruppi organici

Es: CH<sub>3</sub>NH<sub>2</sub> ( metilammina)

*Attenzione:*

*vengono considerate sostanze basiche anche gli ossidi poiché in acqua:*

**ossido + acqua → idrossido**